

Química



Nombre y Apellido:

Curso:

Profe: Hudson, Anabel

DEFINICIÓN DE QUÍMICA GENERAL

Lo primero que vamos a hacer es determinar el origen etimológico del término química. Y en este sentido podemos decir que se trata de una palabra que deriva del árabe, de “kimiyá”, que puede traducirse como “piedra filosofal”.

Química es el nombre de una **ciencia** que suele ser mencionada como la evolución de la alquimia. Los químicos se encargan de estudiar la composición, la estructura, las propiedades y los cambios de una materia.

Como se puede suponer, se trata de un campo de estudio muy amplio. Por eso existen diferentes **disciplinas** y **especialidades** dentro de la química, de acuerdo al objeto de estudio específico, las características de la materia que se estudia, etc.

De esta manera, podemos referirnos a la **química orgánica** (que analiza sustancias cuyos compuestos cuentan con carbono), la **química inorgánica** (centrada en los compuestos y las sustancias simples que no tienen carbono) y la **química analítica** (la disciplina que apela a instrumentos y herramientas de laboratorio para realizar sus análisis), entre otras.

Si nos referimos a la **química general**, estaremos haciendo mención a **la química en su sentido más amplio**. Por eso se conoce con este nombre a **materias o asignaturas introductorias** a esta **ciencia**, o a **cursos básicos** que se encargan de enseñar los principios y los fundamentos esenciales de la misma.

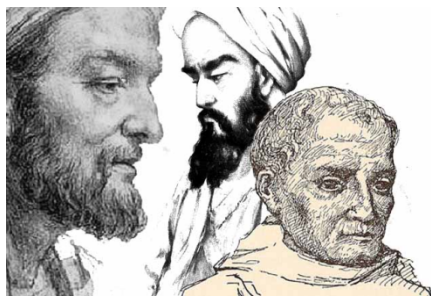
¿Para Qué Sirve la Química?

Las personas suelen preguntarme **para qué sirve química** y que atractivo le veo yo. Por lo general no doy mucho énfasis en la respuesta puesto que la gente tiende a pensar que la química es aburrida.

La asocian a un montón de números y letras y palitos que unen esas letras, por lo que simplemente me limito a decir que me gusta la química, pero la realidad es más profunda.

¿Qué es y para qué sirve la química?

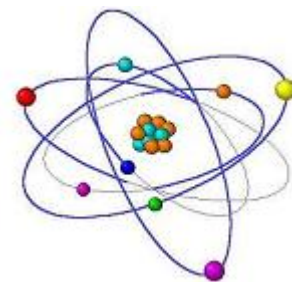
La química es la ciencia del cambio. Estudia la materia y los cambios que se realizan en ella y eso me parece fascinante.



Algunos de los alquimistas más famosos de la historia: Avicena, Al-Razí y Nicolás Flamel

Poder hacer cambios desde una perspectiva molecular o atómica, tener una sustancia y luego tener otra distinta, o un compuesto que pueda ser un veneno mortal y transformarlo en un nutriente esencial para el organismo, quizás pueda sonar un poco ostentoso o pomposo.

Sin embargo, el hecho de tener un compuesto de color gris y convertirlo a uno de color dorado te hace pensar en los antiguos alquimistas que pensaban que podían transmutar el plomo a oro (Binogi, 2014).



La química es la ciencia central, sus fronteras se solapan con la física (termodinámica, mecánica cuántica, astronomía etc.) y la biología (bioquímica, biología molecular etc) y su uso se expande a los campos de la medicina, farmacología, ciencias de materiales, electrónica, computación y muchas otras áreas.

La química está en todas partes y todos, consciente o inconscientemente, somos químicos. Cuando cocinamos, cuando lavamos la ropa o inclusive cuando respiramos estamos haciendo una gran cantidad de reacciones químicas.

La diferencia entre hacer química inconsciente y hacerla conscientemente es que, al hacerla con conciencia, damos espacio para mejorar y crear productos químicos que facilitan la vida como mejores productos de limpieza, mejores medicamentos e inclusive mejor alimentación (Helmenstine, Why Is Chemistry Important?, 2015).



La química puede ser usada para la creación de medicamentos (izq.) o drogas como la metanfetamina (der.).

Por supuesto, como todo, a la química se le puede dar un buen uso así como un mal uso. Uno puede usar la química para fabricar explosivos, venenos y drogas o productos contaminantes o uno puede usar la química para fabricar fuegos artificiales, medicamentos o materiales reciclables amigables para el medio ambiente (IUPAC/OPCW, 2013).

Química en la industria

Uno de los principales usos de la química, y ciertamente uno de los más remunerados, es en la industria.

No es exagerado decir que el surgimiento de la industria se ha centrado en el desarrollo de la química; ahora podemos crear polímeros sintéticos y aleaciones superiores para la producción de bienes más eficientes y eficaces.

Mediante el uso de los principios de la química somos capaces de extraer diferentes tipos de metales y también crear diferentes tipos de plásticos.

Los plásticos y los metales se usan en todos los aspectos de la sociedad, desde la oficina, la industria de la vivienda, la industria del transporte (automóvil, tren, etc.), la industria eléctrica, la industria manufacturera y la industria alimentaria.

Los metales y plásticos creados se utilizan para construir dispositivos electrónicos (teléfonos, tabletas, etc.), automóviles, equipos de laboratorio, equipos hospitalarios, etc (Helmenstine, 2014).

En la industria alimentaria se usan productos químicos para realzar el sabor de los alimentos, darle color o incluso conservarlos por más tiempo.

Diferentes alimentos deben pasar por procesos químicos para la eliminación de bacterias, microorganismos o sustancias tóxicas que son perjudiciales para los seres humanos.



Química en la medicina

El aumento de la medicina científica ha permitido un diagnóstico rápido y un tratamiento eficaz de padecimientos y enfermedades reduciendo la mortalidad y mejorando la calidad de vida.

La química es la base de la medicina. Los seres humanos utilizan reacciones químicas para crear medicamentos para un amplio espectro de enfermedades y/o utilizan plantas y animales medicinales.

Las reacciones químicas se producen en plantas y animales, lo que resulta en la formación de sustancias en algunas plantas y animales que pueden utilizarse para tratar enfermedades.

La química es importante para la vida cotidiana, porque proporciona la medicina (jasonsolomon40, 2013).

Enfermedades como la poliomielitis, el sarampión, tuberculosis y la rabia presentaban grandes dificultades para la medicina en otros tiempos, la gente solía morir de estas enfermedades que hoy en día son tratables con una simple vacuna.



En los años noventa, contraer la enfermedad del SIDA era prácticamente una sentencia de muerte. Personajes como el cantautor Freddie Mercury y el escritor de ciencia ficción Isaac Asimov entre otros miles de personas alrededor del mundo murieron de SIDA en esa época.

Hoy en día existen tratamientos antirretrovirales que si bien no eliminan la enfermedad, mantienen al individuo sano por un tiempo indefinido.

Química en la vida cotidiana

Todo está hecho de químicos. Las personas están hechas de productos químicos. Sus perros también. Los escritorios, también el sol, la tierra, los árboles, el cielo son productos químicos.

La comida está hecha de productos químicos (Helmenstine, What Is the Importance of Chemistry?, 2017).

Muchos de los cambios que observa en el mundo que le rodea son causados por reacciones químicas. Los ejemplos incluyen el cambio de colores de las hojas, la cocción de los alimentos y la limpieza.

Estamos usando la química cuando cocinamos, cuando nos lavamos, cuando comemos, cuando nos preparamos, cuando jugamos, cuando pensamos, de hecho, siempre usamos la química. **Aumentar nuestros conocimientos en química es esencial si queremos mejorar nuestro estilo de vida diario (Daga, S.F.).**

La química también es importante para el medio ambiente. Cuando se es consciente de los efectos nocivos de los gases como el dióxido de carbono y el metano (como resultado del efecto invernadero), puede fácilmente esculpir las soluciones para la reducción de sus efectos sobre el medio ambiente.

Si se posee un conocimiento mínimo de la importancia y el uso de la química que puede ayudar a salvar el medio ambiente en gran medida.

Investigación y desarrollo



La química es una ciencia, y como tal es imprescindible para el avance de la tecnología. Industrias, compañías, centros de investigación y principalmente universidades se dedican a la investigación y a la generación de nuevo conocimiento.

El área de investigación, hoy en día es muy solicitada en el mercado laboral de muchos países, y no solo la química si no otros campos como la física, la biología o la ingeniería tienen gran impacto en nuestra sociedad.

Investigación sobre nuevos materiales, nanotecnología, biomedicina y química ambiental son algunos ejemplos del uso de la química que conlleva a la creación de avances tecnológicos para el mejoramiento de la calidad de vida (Munroe, 1925).

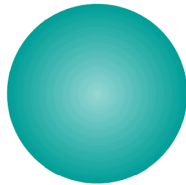
MODELOS ATÓMICOS

Modelos atómicos



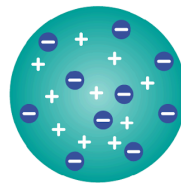
Modelo atómico de Demócrito (400 a. C)

Los átomos son los bloques de construcción de la materia.



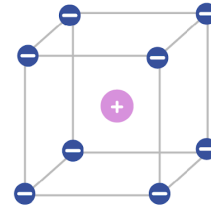
Modelo atómico de Dalton (1803)

El átomo es una esfera sólida indivisible.



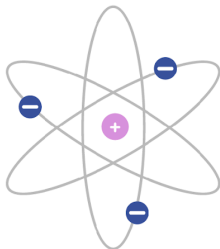
Modelo atómico de Thomson (1897)

El átomo es una esfera positiva con electrones incrustados.



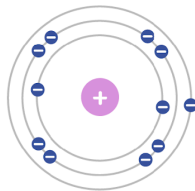
Modelo atómico de Lewis (1902)

El átomo tiene los electrones situados en los vértices de un cubo.



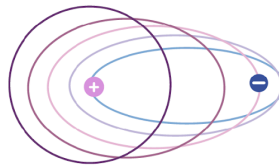
Modelo atómico de Rutherford (1909)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor describiendo órbitas circulares.



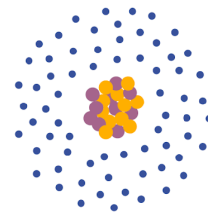
Modelo atómico de Bohr (1913)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor, pero solo en órbitas permitidas.



Modelo atómico de Sommerfeld (1916)

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor describiendo órbitas elípticas.



Modelo atómico de Schrödinger (1926)

El átomo tiene un núcleo atómico y los electrones forman una nube electrónica a su alrededor.

© Editorial Etecé

Actividad:

Leer y observar con atención la evolución y las diferencias en cada uno de ellos.

¿Qué es la Tabla Periódica?

La tabla periódica es una disposición tabular de los elementos químicos, ordenados por su número atómico, configuraciones electrónicas y propiedades químicas recurrentes. Este orden muestra tendencias periódicas, tales como elementos con comportamiento similar en la misma columna. En general, dentro de una fila (período) los elementos son metales en la izquierda, y no-metales en la derecha.

La tabla periódica es uno de los símbolos más emblemáticos de la ciencia, en ella se resumen muchos de los conocimientos de la química. En cualquiera de sus versiones está presente en aulas y laboratorios del mundo. Ninguna otra disciplina cuenta con un documento parecido.

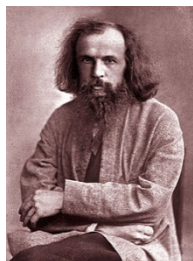
El sistema periódico desarrollado en la segunda mitad del siglo XIX, proporcionó una ordenación sistemática de los elementos en grupos naturales. El alcance de esta ordenación permitió predecir con bastante certeza las propiedades de algunos elementos desconocidos y los probables compuestos que formaban. Desarrollos posteriores proporcionaron la base teórica de la Tabla Periódica actual. El gran número de elementos conocidos y sustancias sintetizadas generó la necesidad urgente de clasificarlos.

Un Poco de Historia Sobre la Tabla Periódica

A principios de 1812 el químico alemán John W. Döbereiner intentó una primera aproximación al ordenar los elementos descubiertos en grupos de tres. Esta clasificación implicó agruparlos en forma creciente de acuerdo con su masa atómica.

En 1860 el francés Alexandre Béguier (un geólogo francés) verificó cierta periodicidad en los elementos al comparar sus tamaños y propiedades físicas. En sus estudios verificó una secuencia lógica entre las magnitudes y propiedades observadas en los átomos y sus respectivos tamaños y abundancias.

En 1864, Julius Lothar Meyer publicó la primera versión de la tabla periódica y más tarde el químico ruso Dmitri Ivanovich Mendeléiev enunció y publicó la Ley Periódica y La Tabla Periódica de los Elementos químicos.



Dmitri Ivanovich Mendeléiev

La capacidad predictiva de Mendeléiev fue brillante; no sólo enunció la ley de periodicidad química, también ordenó los elementos encontrados y guardó espacio para aquellos que aún no habían sido descubiertos, incluso predijo sus propiedades físicas y químicas.

La Tabla Periódica en la Actualidad

El comportamiento de los átomos está determinado por su configuración electrónica, siendo la distribución de los electrones en el nivel más externo la que determina su reactividad y naturaleza química. Por esta razón, aquellos elementos que poseen una distribución electrónica similar presentarán propiedades químicas similares.

Las propiedades de los átomos se repiten periódicamente si los elementos químicos se ordenan según su número atómico creciente (Z).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.0026
3 Li Litio 6.94	4 Be Berilio 9.0122																10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305																18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.630	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.971	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.798
37 Rb Rubidio 85.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.95	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.91	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.87	48 Cd Cadmio 112.41	49 In Indio 114.82	50 Sn Estahio 118.71	51 Sb Antimonio 121.76	52 Te Telurio 127.60	53 I Yodo 126.90	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.91	56 Ba Bario 137.33		72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.95	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.21	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.97	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.38	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98	84 Po Polonio (209)	85 At Astatido (210)	86 Rn Radón (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)		104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (269)	107 Bh Bohrio (270)	108 Hs Hassio (277)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (282)	112 Cn Copernicio (285)	113 Nh Nihoniu (286)	114 Fl Flerovio (289)	115 Mc Moscoviu (290)	116 Lv Livermorio (293)	117 Ts Tennessio (294)	118 Og Oganesson (294)
			57 La Lantano 138.91	58 Ce Cerio 140.12	59 Pr Praseodimio 140.91	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.96	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.93	66 Dy Disprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.93	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Tulio 168.93	70 Yb Iterbio 173.05	71 Lu Lutecio 174.97
			89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.04	91 Pa Protactinio 231.04	92 U Uranio 238.03	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (260)

Análisis de la Tabla Periódica

En la tabla periódica, los elementos que tienen un patrón similar de configuración electrónica en la capa externa se disponen en las mismas columnas (Grupos o Familias). Aquellos elementos que presentan idénticos niveles energéticos se disponen en las mismas filas (Periodos).

GRUPOS O FAMILIAS

Es un ordenamiento vertical de los elementos en la tabla periódica, de acuerdo a propiedades químicas semejantes. La numeración tradicional de las dieciocho columnas es I A, II A, III A, IV A, etc, como vemos en la tabla periódica de más arriba. Actualmente, la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry – Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda la numeración sucesiva, es decir: 1, 2, 3, 4, 5, etc. Es importante considerar lo siguiente:

El hidrógeno (H), a pesar de aparecer en el grupo IA (1), no es un metal alcalino. Al contrario, el hidrógeno es tan diferente de los demás elementos químicos que algunas clasificaciones prefieren colocarlo fuera de la tabla.

Los grupos A son los más importantes de la tabla, sus elementos son denominados representativos.

Los elementos de los grupos III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII B, I B y II B constituyen los llamados elementos de transición. Note que el grupo VIII B es un grupo triple.

Otra separación importante que podemos hacer en la tabla periódica es aquella en la que dividimos los elementos en metales, no metales y gases nobles.

Los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas similares y se caracterizan por tener igual número de electrones en el último nivel de energía. Cada elemento de un grupo se ubica en períodos distintos y para designarlos se anota con numeración romana (I, II, III, IV, etc.) la cantidad de electrones en ese último nivel, seguido de una letra (A ó B) que identifica su naturaleza y los tipos de orbitales que presenta.

PERIODOS

Las siete líneas o filas horizontales que aparecen en la tabla periódica son denominados **períodos**, es importante notar que:

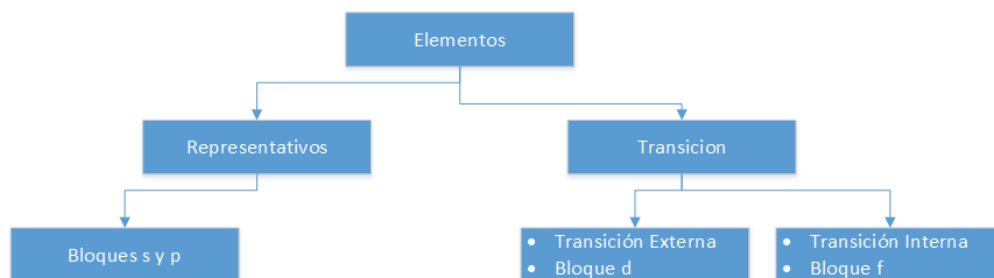
En el sexto período la tercera cuadrícula encierra 15 elementos (del lantano a lutecio) que por comodidad, están indicados en una línea debajo de la tabla; comenzando con el lantano, esos elementos forman la llamada serie de los lantánidos.

Analógicamente, en el séptimo período, la tercera cuadrícula también encierra 15 elementos químicos (del actinio hasta el laurencio), que están indicados en la segunda línea debajo de la tabla. Comenzando con el actinio, ellos forman la serie de los actínidos.

Se debe señalar que todos los elementos situados después del uranio (U-92) no existen en la naturaleza, debiendo ser sintetizados artificialmente. Ellos son denominados elementos transuránicos. Aparte de estos elementos, son también artificiales el tecnecio (Tc-43), promecio (Pm-61) y astato (As-85).

Los elementos de un mismo período presentan igual número de niveles energéticos con electrones. Los períodos se numeran considerando el valor del nivel energético más externo. Cada período comienza con un metal alcalino y concluye con un gas noble a excepción del primer nivel, donde se ubica el Hidrógeno.

Elementos en el Sistema Periódico



ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Corresponden a los grupos A de la tabla periódica. No cumplen con la regla del octeto, es decir, su último nivel de energía no alcanza a tener 8 electrones. Así por ejemplo, los átomos de los elementos representativos pertenecientes al grupo III A, como el Aluminio (Al), tienen 3 electrones de valencia en su última capa, es decir, presentan incompletos los orbitales p (p^1 al p^6).

Los elementos de los grupos IA al VA, tienen la tendencia a ceder electrones para llegar a la configuración de gas noble ($ns^2 np^6$) más cercano. En cambio, los elementos de los grupos VI A y VII A, captan electrones para llegar a la configuración de gas noble más cercano.

Grupo	Nombre	Configuración Electrónica
IA	Alcalinos	ns^1
IIA	Ale. térreos	ns^2
IIIA	Térreos	ns^2np^1
IVA	Carbonados	ns^2np^2
VA	Nitrogenados	ns^2np^3
VIA	Calcógenos	ns^2np^4
VIIA	Halógenos	ns^2np^5
0	Gases nobles	ns^2np^6

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN EXTERNA

Se sitúan en los grupos B del sistema periódico. Los elementos pertenecientes a esta clasificación presentan orbitales d (d^1 al d^{10}) en su último nivel de energía.

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Se ubican en la zona inferior de la tabla periódica, también se les denomina tierras raras. Su principal característica es que presentan orbitales f (f^1 al f^{14}) en su último nivel de energía.

Naturaleza de los Elementos

GASES NOBLES

Columna 18 en la tabla periódica.

Grupo VIII o 0.

Se caracterizan por tener todos sus niveles electrónicos completos.

Configuración electrónica del tipo ns^2p^6 , ns^2 (Helio).

En condiciones normales son químicamente inertes (muy poco reactivos).

ELEMENTOS METÁLICOS

Son casi todos sólidos (a temperatura ambiente), a excepción del Mercurio, Cesio y Rubidio.

Son muy buenos conductores de la corriente eléctrica.

Pierden electrones con facilidad, transformándose en cationes estables.

Poseen brillo metálico y son muy buenos conductores de calor.

Son dúctiles, lo que permite que bajo la acción de una fuerza puedan deformarse sin romperse.

Son maleables, es decir, su capacidad de deformación permite su uso para la confección de láminas.

ALGUNOS EJEMPLOS Y APLICACIONES

-Aluminio

Propiedades: color plateado, punto de ebullición: 2.467°C, metal muy electro positivo y altamente reactivo. al contacto con el aire caliente se corroe

Aplicaciones: construir aviones, autos, vagones, papel aluminio, y reactores nucleares.

-Hierro

Propiedades: punto de fusión: 1535°C, punto de ebullición: 2.750°C, se combina con flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

Aplicaciones: la mayor parte del hierro se utiliza en hierro forjado, hierro colado, y en acero.

-Cobre

Propiedades: resistente a la corrosión, punto de fusión: 1083°C, punto de ebullición: 2567°C, conductor del calor y la electricidad.

Aplicación: transformación en cables eléctricos, acuñación de monedas, y útiles de cocina.

-Latón

Propiedades: aleación de cobre y cinc, se vuelve quebradizo al acercarse a la temperatura de fusión,

Aplicación: se fabrica alambre, figuras artísticas, etc.

-Cinc

Propiedades: es frágil a temperaturas ordinarias, es cristalino, insoluble en agua soluble en alcohol y ácidos

Aplicaciones: es capa protectora para el hierro y el acero, placas de baterías, rellenar llantas de goma etc.

-Acero

Propiedades: aleación de hierro y carbono (contiene entre 0,04 y 2,25% de carbono,

Aplicaciones: se usa para hacer casas y edificios, puentes colgantes, de arco, y de vigas, veleros, buques, pilotes y apuntaladores.

-Bronce

Propiedades: está hecho de cobre y estaño, es más duro y resistente que otras aleaciones (menos que el acero)

Aplicación: se utiliza para producción de armas, y fabricación de objetos sonoros.

Propiedades y aplicación de los metales

ELEMENTOS NO METÁLICOS

No poseen brillo metálico.

No son dúctiles ni maleables.

Son malos conductores de la corriente eléctrica y calor.

Corresponden íntegramente a los elementos del grupo VI-A y VII-A.

Se emplea como desinfectante, lejía para el blanqueo de las fibras vegetales, algodón, papel, etc.; para potabilización del agua, en anestesia, (cloroformo), como insecticida (DDT). En las industrias del bromo y yodo consumen, también, buena parte del cloro industrial.

-Hidrogeno

Es capaz de su fundirse a través de algunos metales, como el paladio, hierro, oro y el platino, lo que aprovecha para purificar, para la obtención de diversos compuestos químicos como el amoníaco; la Nafta sintética; la anilina, de tanta importancia en la industria de los colorantes , y el ácido clorhídrico.

-Nitrogeno

Se utiliza para la fabricación del amoníaco, el ácido nítrico, de los abonos nitrogenados y también para crear atmósferas inertes y en aerosoles. Se utiliza en las industrias textil y colorantes. En la medicina formando anestésicos. En los explosivos (nitroglicerina, TNT, ácido pícrico , nitroglicol, etc.). En el tratamiento de cementación del acero.

-Oxígeno

En la industria química para preparar multitud de reacciones; en medicina para paciente con graves problemas respiratorios; en la obtención del cemento, combustible para cohetes y en la soldadura de metales con la llama oxhídrica.

-Carbono

Es usado como combustible y en síntesis orgánicas. En estado solido se utiliza en la conservación de productos rápidamente deteriorables bajo los nombre de hielo seco o nieve carbónica. Se utiliza sin gran poder reductor para separar metales de sus óxidos. El carbono en forma libre presenta variedades cristalizadas como el grafito y el diamante.

-Fosforo

Su principal uso en estado elemental lo constituye la fabricación de cerillas. De mucha mayor importancia son las aplicaciones en estado de sal del ácido fosfórico (fosfato), que tanto bien hacen a la agricultura como fertilizantes.

Aplicaciones De los No Metales

Se utiliza en la industria fotográfica para fabricar placas y papeles sensibles, en la industria de los colorantes orgánicos; en medicina: la tintura de iodo para la desinfección de la piel y de las heridas cutáneas; La fijación del iodo en las tiroides se emplea para el tratamiento del hipertiroidismo y de los tumores tiroideos.

Yodo

En la fabricación de colorantes, sus sales se utilizan en medicinas; acompañado a la plata se utiliza en fotografía.

Los gases nobles

Son los elementos del grupo 8A de la tabla periódica. Por definición son considerados No Metales, pero debido a su baja tendencia a reaccionar y a sus demás propiedades químicas como gases inertes, tienen su propia clasificación en la tabla periódica. No se les considera propiamente como No Metales.

Bromo

Tienen usos industriales diversos, para tallar diamantes de valor, para construir las llamadas cierras diamantadas, puntos de perforadoras, cabezas de taladros, etc.

Grafito

-Diamante

Es empastado con arcilla constituye la materia prima parábola producción de minas de lapiz. Se usa así mismo, para fabricar electrodos, baterías , barnices, como lubricantes.e estabilizan formando aniones estables pues tienen facilidad para captar electrones.

METALOIDES

Los **metaloides** o **semimetales** son un tipo de elementos químicos que muestran un comportamiento intermedio entre los metales y los no metales, en cuanto a asuntos de ionización y propiedades de enlace.

No es sencillo distinguirlos de los metales verdaderos, sin embargo. Se lo logra únicamente a través de la revisión de sus propiedades de conducción eléctrica. Además, suelen ser muy variados en su forma y coloración.

La lista de los metaloides abarca los siguientes elementos:

Boro (B).

Silicio (Si).

Germanio (Ge).

Arsénico (Ar).

Antimonio (Sb).

Telurio (Te).

Polonio (Po).

Astato (At).

Ubicación en la Tabla Periódica

Los metaloides se encuentran, dentro de la Tabla Periódica, en una diagonal descendiente desde el boro hasta el astato, esparcidos entre en las columnas 13, 14, 15, 16 y 17, y dividiendo la Tabla en dos. Los elementos que se ubican en la mitad de la derecha son no metálicos, y los que se ubican a la izquierda son metálicos.

-Forma y coloración

Los metaloides son muy variados en cuanto a su forma y su color. Pueden ser brillantes u opacos, y muchos de ellos presentan más de un estado alotrópico, es decir, distintas presentaciones de acuerdo a su estructura molecular. El arsénico, por ejemplo, puede ser gris, amarillo o negro, dependiendo de su versión alotrópica. El silicio, similarmente, puede mostrarse como un cristal sólido brillante o como un polvillo amorfo y amarronado.

-Conducción eléctrica

La mayoría de los metaloides son semiconductores (transmiten la electricidad en un solo sentido) en lugar de conductores completos y en eso se distinguen de los elementos metálicos. No obstante, son mucho mejores conductores que los elementos no metales (aislantes), por lo que suelen ser utilizados en la industria de la fabricación electrónica.

Conducción térmica

Al igual que con la electricidad, los metaloides conducen la energía calórica mucho mejor que los elementos no metálicos, sin alcanzar la alta conductividad de los metálicos. En líneas generales no se consideran buenos conductores del calor.

-Reactividad

Dada su condición intermedia, los metaloides reaccionan distinto dependiendo de si están en presencia de un elemento metálico (entonces reaccionan como un no metal) o un elemento no metálico (entonces reaccionan como un metal). Presentan afinidad por diversos elementos, dependiendo de cada uno, y por eso suelen hallarse en minerales junto con ellos, como el uranio, el plomo, el azufre, etc.

-Toxicidad

Si bien algunos metaloides como el arsénico son indispensables para la formación de moléculas vitales y se encuentra en el cuerpo de los seres vivos, es posible que representen un peligro para la salud.

La intoxicación por boro o por arsénico mismo (sumamente tóxicos) puede ser letal; y por su parte el polonio es un elemento tóxico y altamente radiactivo, es decir, que emite partículas alfa perjudiciales para la salud, al ser potencialmente cancerígenas, inmunosupresoras y mutagénicas.

-Estados de agregación

La mayoría de los metaloides suele mostrarse en estado sólido a temperatura ambiente, ya sea en forma de cristales (como el arsénico) o de bloques opacos y quebradizos (como el germanio). Sin embargo, algunos presentan propiedades curiosas en cuanto al cambio de fases. Por ejemplo, el arsénico pasa directamente de sólido a gas (sublimación) en presencia de calor (y a presiones atmosféricas normales).

-Propiedades atómicas

Los metaloides son muy diversos en su caracterización atómica. Existen algunos con gran peso atómico como el polonio (127,60) o el antimonio (121,76), y otros más bien livianos como el boro (10,81) y el silicio (28,08).

Lo mismo ocurre con sus densidades, que van desde los 2,37 g/cm³ (boro) hasta los 9,32 g/cm³ (polonio) y con su configuración electrónica en la última capa: 3 (boro), 4 (silicio, germanio), 5 (arsénico, antimonio), 6 (telurio, polonio) y 7 (astato).

-Abundancia

Algunos metaloides son sumamente abundantes en la corteza terrestre, como el silicio, que forma numerosos compuestos llamados silicatos, o el arsénico también. El boro, por su parte, existe abundantemente, pero como parte del mineral llamado bórax, ya que no existe en estado libre y puro en la naturaleza. El polonio, en cambio, es bastante raro y aparece sólo como parte de ciertos minerales de uranio; y el antimonio se encuentra en muy pequeños porcentajes en la corteza terrestre.

-Utilidad

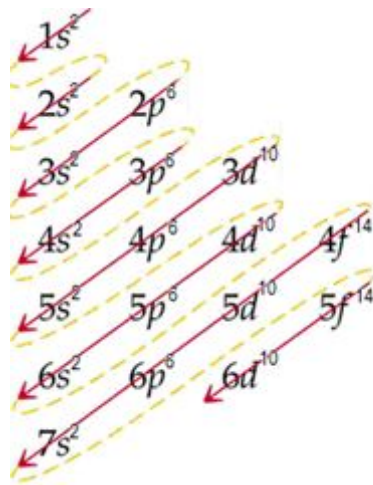
La mayoría de los semimetales son aprovechados para la fabricación de aparatos electrónicos y elementos semiconductores, como pueden ser los rectificadores, transistores, diodos, circuitos integrados o incluso, como en el caso del silicio, los chips y microprocesadores. Sin embargo, su variedad los capacita para numerosos usos distintos.

Por ejemplo, algunos isótopos del Boro son útiles en la absorción de neutrones dentro de las centrales nucleares, funcionando así como mecanismos de regulación de las reacciones atómicas.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

En química, la configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas, en el cuál las funciones de ondas del sistema se expresa como un átomo o atómicamente un producto de orbitales antisimetrizadas.¹² La configuración electrónica es importante porque determina las propiedades de combinación química de los átomos y por tanto su posición en la tabla periódica.

TABLA DE DIAGONALES



UNIONES QUÍMICA

En química vemos dos tipos de uniones químicas. Las interatómicas y las intermoleculares.

Uniones Interatómicas: Son las que se establecen entre los átomos. Hay de tres tipos. En dos de ellas, las llamadas **Iónicas y Covalentes**, los átomos tratan de llegar a completar el último nivel con ocho electrones cumpliendo con la clásica teoría del octeto de Lewis. La otra es la **Unión metálica** que se establece entre átomos iguales del mismo metal.

Uniones Iónicas: Aquellas que se realizan entre metales y no metales. Donde la diferencia de electronegatividad es importante. Ejemplos típicos lo constituyen los metales del grupo 1 o 2 con los no metales del grupo 7. Ej: Sodio con Cloro o Calcio con Bromo.

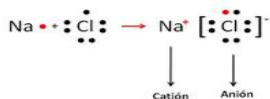
En estas uniones los electrones no se comparten sino que se ceden y se captan de forma absoluta, es decir, los metales electropositivos ceden electrones adquiriendo cargas positivas por tener protones en exceso. Y los no metales electronegativos los aceptan y completan así su último nivel energético. Se forman así cationes positivos y aniones negativos.

Propiedades:

Las propiedades que distinguen a los compuestos iónicos son:

- *Tener puntos de fusión y ebullición elevados.
- *Ser solubles en solventes polares como el agua.
- *Forman estructuras de redes cristalinas duras.
- *Presentan alta conductividad eléctrica en soluciones acuosas por ser iones.

Veremos un caso típico de una unión iónica. El sodio del grupo 1 con el cloro del grupo 7. Tienen bastante diferencia de electronegatividad. El sodio le cede al cloro el único electrón que tiene en su última capa o nivel energético. De esta manera el cloro completa su último nivel con ocho electrones. Quedan formados el catión sodio y anión cloro.



Este tipo de estructuras representadas con los electrones de la última capa, se denominan estructuras de Lewis. También las usaremos para las uniones covalentes.

Otro ejemplo: El Calcio, del grupo 2, se une con otro del grupo 7, en este caso el Yodo. Los 2 electrones del calcio son cedidos a los dos átomos de Yodo, que tienen 7 electrones en su último nivel. Llegando de esta forma al octeto propuesto por Lewis.

Uniones Covalentes:

En este tipo de unión los no metales se unen con los no metales. Se da entre los átomos con poca o nula diferencia de electronegatividad. Y a diferencia de las uniones iónicas no se forman iones. Las uniones se establecen por la formación de pares electrónicos, de los cuales, cada electrón del par es aportado por uno de los átomos que forman dichas uniones. Los electrones se comparten, no se ceden o se captan totalmente. Esta es otra gran diferencia con respecto a la unión iónica en donde los electrones se ceden totalmente de parte de los cationes.

Algunas características que presentan los compuestos covalentes son:

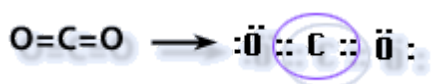
Presentar bajos puntos de fusión y ebullición

Ser insolubles en solventes polares como el agua y el alcohol.

Ser solubles en ciertos solventes orgánicos

No formar iones

Aquí vemos un ejemplo de una unión covalente entre el oxígeno y el carbono. Podemos ver la formación de dos pares dobles de electrones, ya que cada unión está formada por cuatro electrones en total. Dos de ellos los aporta el carbono y los otros dos el oxígeno. Tanto el carbono como el oxígeno llegan a ocho electrones en total.

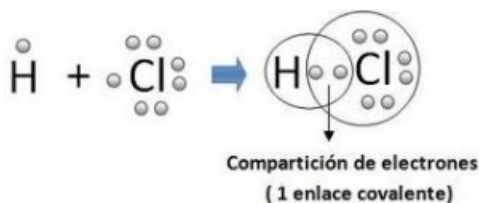


Otro ejemplo lo constituye la unión entre el oxígeno y el azufre. En este caso se da entre estos un tipo de unión covalente algo distinta. Ya que como observamos, el azufre le presta dos electrones al oxígeno, es decir, que el par electrónico esta vez está constituido por el aporte de un solo átomo en lugar de dos átomos como de costumbre. Este tipo de unión se llama covalente dativa porque un solo átomo es el portador del par electrónico. También se la llama covalente coordinada. Cabe destacar que si bien el par es cedido por uno de los dos átomos, este no lo pierde sino que lo presta. La otra unión en la parte lateral del esquema es una unión covalente doble común.



Cuando dos elementos se unen en la **unión covalente** se da otro fenómeno que merece también ser considerado. Si bien no son uniones iónicas y no veremos la formación de iones con sus cargas expuestas, al existir diferencia de electronegatividad cuando son distintos, el par electrónico queda más cerca del elemento más electronegativo.

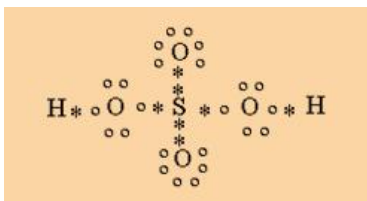
Un ejemplo lo constituye la unión entre el cloro y el hidrógeno.



El par electrónico formado por dos electrones aportados uno por cada átomo está muchos más inclinado hacia el cloro que es el elemento más electronegativo en este ejemplo.

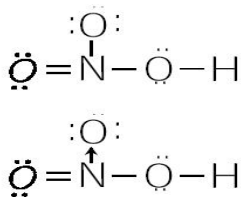
Obviamente que si se trata de una unión en la que ambos tienen la misma **electronegatividad** el o los pares electrónicos estarán ubicados en el medio o en la zona central de los núcleos atómicos. Como ejemplos podemos citar a las moléculas biatómicas de oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, etc.

Acido Sulfúrico:



Aquí vemos dos uniones covalentes dativas entre el átomo de azufre y los dos oxígenos que están por encima y por debajo del azufre (dos asteriscos negros). El resto son uniones covalentes simples y comunes.

Veremos un ejemplo más de unión covalente. Esta vez con tres átomos distintos. Representaremos a la molécula de ácido nítrico. (HNO₃).



Observamos que el átomo de nitrógeno aporta un par electrónico o sea una unión dativa entre el nitrógeno y el átomo superior de oxígeno.

Tenemos una unión covalente simple entre el nitrógeno y el oxígeno, otra covalente doble entre estos mismos átomos y una covalente dativa desde el nitrógeno al otro oxígeno.

Unión Metálica:

En las uniones metálicas, los átomos se mantienen unidos gracias a que sus núcleos positivos están rodeados de una nube de electrones en permanente movimiento. Adquieren una forma de red tridimensional donde los nudos están representados por los núcleos atómicos y estos están rodeados por otros. Esta característica es la responsable de algunas propiedades de los metales como ser excelentes conductores de la electricidad y tener cierto brillo.

A continuación vamos a desarrollar un tema que nos sirve para entender la polaridad de las moléculas covalentes. Geometría Molecular y Geometría electrónica.

Cuando analizamos algunas moléculas y llegamos a la conclusión de que son polares debemos analizar las causas.

Debemos comentar básicamente la Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia.

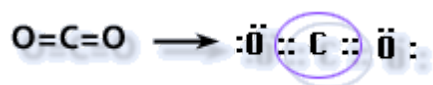
Esta teoría establece que los pares electrónicos compartidos entre átomos y los no compartidos guardan entre sí la máxima distancia posible por la repulsión entre cargas negativas. Si por ejemplo estamos en presencia de solo dos pares electrónicos estos se separarán unos 180° . Si tenemos tres pares en total, se separarán formando 120° de separación entre sí y así sucesivamente. Esto ayuda a establecer la geometría molecular y electrónica que tendrán los compuestos covalentes en el espacio.

Lo que determina que un compuesto sea polar es la magnitud de una cantidad vectorial llamada momento dipolar. Cada átomo que se une con otro distinto determina un momento dipolar. La suma de los distintos momentos de cada enlace entre el par de átomos va a dar como resultado el momento dipolar resultante de la molécula. Si la resultante da cero, concluiremos que la molécula será no polar, así no sean cero los momentos individuales. Esto sucede porque los momentos se anulan entre sí por ser de igual intensidad y de sentido contrario. La geometría molecular y electrónica como vemos es un factor trascendental.

Es bueno entender la diferencia entre las dos geometrías. Cuando hablamos de G.E. nos referimos a la disposición espacial que toman todos los pares electrónicos, los compartidos y los no compartidos. En cambio en la G.M. se refiere a la disposición que forman los pares electrónicos de enlace, sin tener en cuenta a los pares de electrones no compartidos.

Por ejemplo.

En el CO_2 , el carbono se halla unido a dos átomos de oxígeno. Los dos momentos dipolares se dirigen vectorialmente hacia los átomos de oxígeno ya que son más electronegativos que el de carbono. Estos vectores son de igual magnitud pero de distinto sentido por lo tanto se anulan al formar un ángulo de 180° . La molécula CO_2 resulta ser no polar. La G.M. coincide en este caso con la G.E. ya que no hay electrones no compartidos. Esta geometría es lineal.

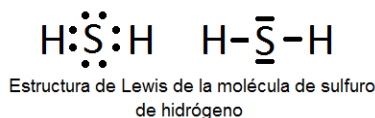


En el caso del agua, como se vio anteriormente. Podemos ver que hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y otros dos no compartidos pertenecientes al oxígeno. La máxima repulsión entre estos cuatro pares en total genera una geometría electrónica tetraédrica.

El ángulo máximo de separación en estos casos es de unos 109 grados aprox. Es el ángulo que hay entre los dos átomos de hidrógeno. Los dos dipolos que hay entre los átomos de hidrógeno y el de oxígeno apuntan hacia el oxígeno que es el elemento más electronegativo. Por lo tanto no se eliminan. Esto hace que la molécula de agua sea polar.

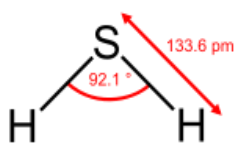
Aquí hay una diferencia entre las dos geometrías. La G.E. es tetraédrica, pero la G.M. es angular ya que se consideran solo a los dos enlaces O-H.

Otro caso es el del H_2S .



Cada línea representa un par electrónico. Hay dos entre el azufre y cada hidrógeno y otros dos pares sin compartir del azufre que ocupan un importante espacio y hace que cambie la forma de la molécula adquiriendo una forma de tetraedro.

Los pares compartidos son dipolos con el sentido hacia el azufre.



La **geometría electrónica (G.E.)** está representada por un tetraedro y la **geometría molecular (G.M.)** es angular. En este caso hablamos de unos 109° aprox. Algo menor que el agua. Esto sucede porque los pares electrónicos libres que no forman enlaces ocupan un poco más de espacio que en el oxígeno.

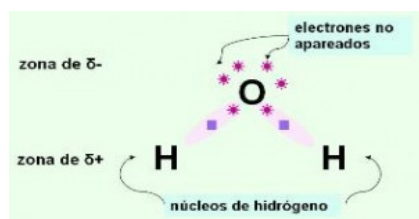
En el caso del amoníaco (NH_3), el nitrógeno tiene tres enlaces con los hidrógenos formando tres dipolos orientados hacia el nitrógeno. Tiene otro par electrónico sin compartir. Por lo tanto deducimos que si hay cuatro pares de electrones en total, la G.E. será tetraédrica. La G.M. es trigonal piramidal. El ángulo de enlace es algo mayor que el del agua y sulfuro de hidrógeno por tener solamente un par no compartido de electrones en lugar de dos, ocupando menos espacio. Hablamos de un ángulo de 107° algo mayor que los 104.5° que hay en el H_2O y el H_2S .

Uniones intermoleculares:

Son más débiles que las interatómicas. Podemos clasificar a las uniones intermoleculares en tres tipos.

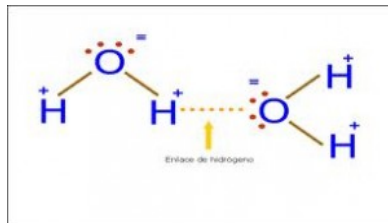
Unión Puente de Hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals. Dentro de estas últimas tenemos Las fuerzas de dispersión o de London, y las interacciones dipolo-dipolo o dipolo-dipolo inducido.

Puente de Hidrógeno: Es la más fuerte de las intermoleculares y es la responsable del alto punto de ebullición que exhiben moléculas como el agua. Se da mucho en aquellas moléculas que tienen átomos de hidrógeno. El ejemplo más común es la molécula de agua. (H_2O). Representemos primero la estructura electrónica de esta molécula.



Observamos que el átomo de oxígeno tiene dos pares de electrones sin compartir y que además los dos pares electrónicos que forma con los hidrógenos están más cercanos al oxígeno. Estas circunstancias convierten al oxígeno en un átomo con una densidad de carga considerablemente negativa así como una densidad de carga positiva rodeara a los átomos de hidrógeno.

Esto generará atracciones con moléculas vecinas de agua formando una enorme red asociada. Las uniones se establecerán entre átomos de hidrógeno de unas moléculas con átomos de oxígeno de otras.



También otras moléculas que tienen este tipo de unión son por ejemplo HCl, H₂S, y los alcoholes ya que poseen el grupo oxhidrilo (OH-).

Fuerzas de Van der Waals.

Las fuerzas de Van der Waals son fuerzas menos fuertes que las de puente de hidrógeno. Su naturaleza es eléctrica y aparece como consecuencia de la aparición de dipolos permanentes o transitorios en moléculas vecinas. En las de dipolo permanente cada molécula constituye un dipolo y su parte positiva se une con la parte negativa de la molécula vecina. Es decir, que este tipo de unión se da solo en las moléculas polares. En las uniones de dipolo transitorio, cada molécula es un dipolo por un período muy corto de tiempo. Estas uniones también se conocen como fuerzas de London. No son moléculas polares por tener una distribución electrónica muy simétrica alrededor del núcleo atómico. Sin embargo, en algunas circunstancias, estas moléculas pueden cambiar su distribución simétrica por algún choque contra el recipiente o con moléculas vecinas apareciendo los dipolos momentáneos y las interacciones con moléculas vecinas. Cabe aclarar que las fuerzas de London existen también en todas las moléculas polares ya que estas igual experimentan corrimientos en sus nubes electrónicas. Pero en las moléculas no polares son las únicas fuerzas intermoleculares que existen.

En otras ocasiones se pueden generar también dipolos inducidos por la aproximación de una molécula polar hacia otra no polar. La polar inducirá un dipolo en la molécula no polar.

EJERCITACIÓN

1- COMPLETAR EL SIGUIENTE CUADRO

Elemento	Símbolo	Z	A	P+	n °	e -	Configuración electrónica	Átomo de Bohr

2- Realiza un cuadro comparativo de metales, no metales y metaloides.

3- Realizar un cuadro comparativo de uniones iónicas, covalentes y metálicas.

4- Resolver las siguientes uniones iónicas:

a-

b-

c-

d-

e-

f-

g-

h-

i-

j-

5- Resolver las siguientes uniones covalentes.

a-

b-

c-

d-

e-

f-

g-

h-

i-

j-

6- Resolver las siguientes uniones químicas e identificar si son iónicas o covalentes

a-

b-

c-

d-

e-

f-

g-

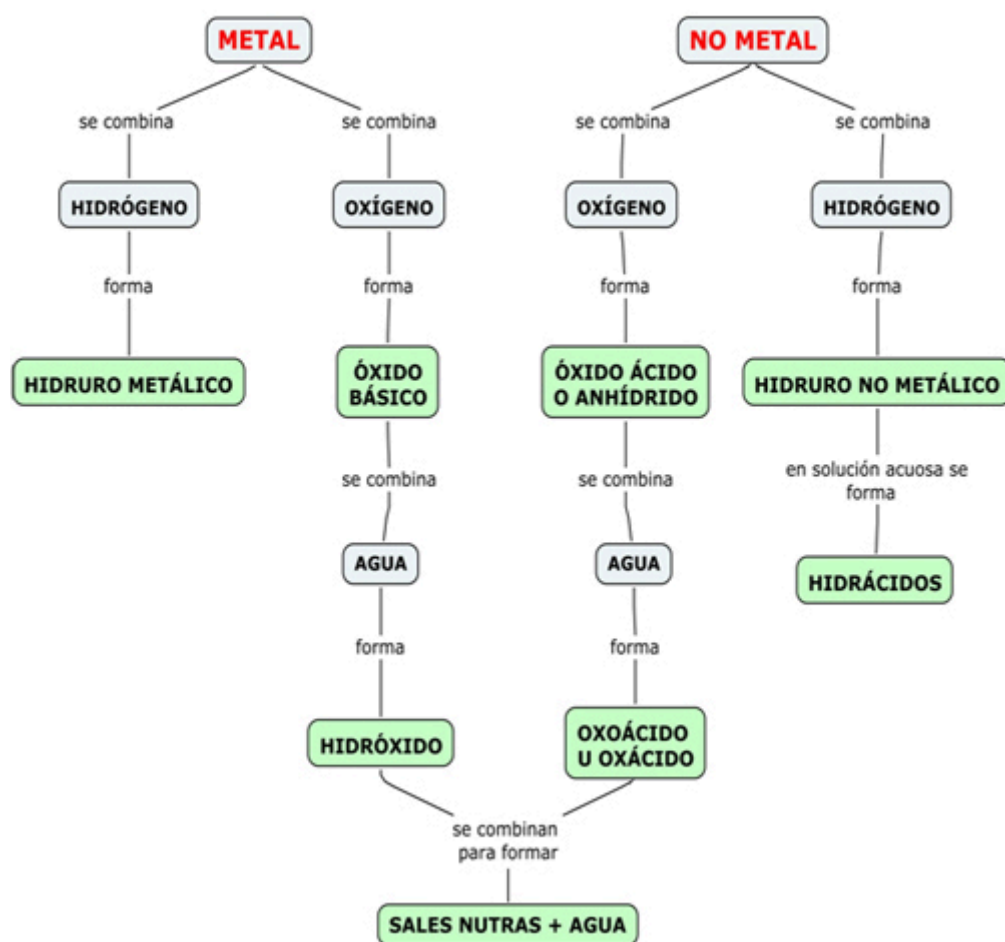
h-

i-

j-

FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS.

ESQUEMA DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS



ÓXIDOS

Compuesto binario de oxígeno con otro elemento. Los óxidos se han preparado básicamente con todos los elementos, excepto los gases nobles. A menudo, se pueden preparar óxidos diferentes de un elemento determinado. Cierta número de ellos existe en la corteza terrestre y en la **atmósfera**: **dióxido de silicio** (SiO₂) en el **cuarzo**; **óxido de aluminio** (Al₂O₃) en el **corindón**; **óxido de hierro** (Fe₂O₃) en la **hematita**; dióxido de **carbono** (CO₂) en forma de gas; y **agua** (H₂O).

Proceso de formación

La mayor parte de los elementos reaccionan con oxígeno en condiciones apropiadas de **presión** y **temperatura**, y varios óxidos se pueden preparar directamente. Casi todos los **metales** reaccionan con el oxígeno lentamente a la temperatura ambiente ya que primero se forma una película de óxido que protege al metal. Los óxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos, exceptuados el **berilio** y el **magnesio**, son porosos cuando se forman en la superficie metálica y proporcionan poca protección contra la oxidación, aun a la temperatura ambiente. El **oro** es excepcional por su resistencia al oxígeno, y su óxido (Au₂O₃) se debe preparar por métodos indirectos. Los otros metales nobles, aunque suelen ser resistentes al oxígeno, reaccionan a temperaturas altas para formar óxidos gaseosos.

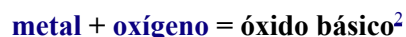
Propiedades físicas de los óxidos

Las propiedades físicas de los óxidos son extraordinariamente variadas. Algunos son gaseosos a temperatura ambiente, como el **dióxido de carbono**; otros por el contrario son sólidos de elevadas temperaturas de **fusión**, como los óxidos de **magnesio** y de **calcio** y otros son líquidos a temperatura ambiente, como el agua.

La solubilidad y el color varían de un óxido a otro.

ÓXIDOS BÁSICOS

Un **óxido básico** u **óxido metálico** es un **compuesto** que resulta de la combinación de un **metal** con el **oxígeno**.¹



Cuando **reaccionan con agua** forman **hidróxidos**, que son **bases**, y por eso su denominación. Los **óxidos** de los **no metales** se denominan **óxidos ácidos**.³

Según la **IUPAC**, los óxidos se formulan así: ejemplo con el **Fe₂O₃**⁴

- (prefijo)óxido de (prefijo)(nombre del elemento): trióxido de dihierro⁵
- Óxido de (nombre del elemento)(número de oxidación): óxido de hierro(III)
- Óxido de (nombre del elemento)(valor de la carga): óxido de hierro(3+)

Para nombrar a los óxidos básicos, se deben observar los números de oxidación, o valencias, de cada elemento. Hay tres tipos de nomenclatura: tradicional, por atomicidad y por numeral de **Stock**.

1. **Cuando un elemento tiene un solo número de oxidación** (ej. **Galio**), se los nombra así:

- Tradicional: óxido de galio
- Sistemática: Se los nombra según la cantidad de átomos que tenga la molécula. En este caso, es trióxido de digalio (ya que la molécula de galio queda **Ga₂O₃**).⁶
- Numeral de Stock: Es igual a la nomenclatura tradicional, pero añadiendo el número de oxidación entre paréntesis. Por ejemplo, óxido de galio (III), sin embargo ciertos autores sólo utilizan la numeración romana siempre y cuando el metal tenga dos o más números de oxidación.

2. **Cuando un elemento tiene dos números de oxidación** (ej. **Plomo**), se los nombra así:

- Tradicional: óxido plumboso (cuando el número de oxidación utilizado es el menor), u óxido plúmbico (cuando el número es el mayor).⁶

Ejemplos:

1. **óxido cuproso = Cu₂O**

2. **óxido cúprico = Cu O**
3. **óxido ferroso = Fe O**
4. **óxido férrico = Fe₂O₃**

Este tipo de nomenclatura necesita de los siguientes vocablos (que irán antes de los nombres de los elementos de la fórmula)

- mono (1) - hexa (6)
- di (2) - hepta (7)
- tri (3) - octa (8)
- tetra (4) - non (9)
- penta (5) - deca (10)

Cuando se termina con las letras "a" u "o", se elimina antes de la palabra: Ej: mono : Mon-oxido. Quedaría de tal manera: Monóxido. Estaría mal escrito: *Monoóxido*. Excepto: tetraóxido, pentaóxido, hexaóxido, heptaóxido, octaóxido.

- **Ni₂O₃** trióxido de biniquel
- Numeral de Stock: en esta nomenclatura solo se necesita saber el número de valencia del metal, para escribirlo al final de la fórmula en números romanos entre paréntesis.

Ejemplo: **Ni₂O₃** óxido de níquel(III)

3. **Cuando un elemento tiene más de dos números de oxidación** (puede llegar a tener hasta cuatro) se los denomina de la siguiente manera.

- **Tradicional:**

1. Cuando el elemento tiene una sola valencia se añade la terminación *-ico*, o simplemente se escribe la palabra óxido seguido de la preposición "de" y enseguida el nombre del elemento.
2. Cuando el elemento tiene dos valencias se añade la terminación *-oso* a la más pequeña y la terminación *-ico* a la más grande
3. Cuando el elemento tiene tres valencias se añade a la más pequeña *hipo - oso* con el elemento entre medias, a la intermedia se le añade la terminación *-oso* y a la más grande la terminación *-ico*
4. Cuando el elemento tiene cuatro valencias se añade a la más pequeña *hipo - oso* , a la siguiente *-oso*, a la siguiente *-ico* y por último a la más grande *per - ico*.

- **Atomicidad:** es igual que en los casos anteriores. Por ejemplo, si la molécula es de uranio y queda formada como **U₂O₃**, su nomenclatura es "Trióxido de diuranio".
- **Numeral de Stock:** Exactamente igual que en los casos anteriores, se escribe el óxido normalmente y se le agrega el número de oxidación entre paréntesis.

TOMAR APUNTES DEL PIZARRÓN FORMULACIÓN DE ÓXIDOS BÁSICOS:

-

-

-

EJERCITACIÓN:

Ejercicio 1:

Escribí la fórmula de los óxidos que forman los siguientes iones:

Mg (II) / Ag (I) / Pb (IV) / Br (I) / Cl (III) / Zn (II) / Fe (III) Cu (II) / I (VII) / Br (V) / S (VI)

Ejercicio 2:

Nombra los óxidos que obtuviste en el ejercicio anterior por, al menos dos nomenclaturas distintas.

Ejercicio 3:

Escribí la fórmula correspondiente, indicando el número de oxidación en que actúa cada elemento:

- a- Óxido hipoyodoso
- b- Óxido de cadmio
- c- Óxido fosforoso
- d- Monóxido de dilitio
- e- Óxido de potasio

- f- Óxido de estaño (IV)
- g- Dióxido de carbono
- h- Óxido de plomo (II)
- i- Heptóxido de dibromo
- j- Óxido de cromo (VI)

Ejercicio 4:

Nombra, de todas las formas posibles, los siguientes compuestos:

Au₂O₃ / P₂O₅ / NiO / Hg₂O / BaO / Bi₂O₃ / Bi₂O₅ / Sb₂O₃ /
As₂O₅ / 7 SO₃ / SrO / CoO / CaO / Co₂O₃ / SeO₂

ÓXIDOS ÁCIDOS

Los óxidos ácidos, también llamados óxidos no metálicos o anhídridos, surgen de la combinación de un no metal con el oxígeno. Dado que la diferencia de electronegatividad entre estos elementos es baja, las uniones que se forman entre ellos son covalentes.

Al reaccionar con agua, estos compuestos forman ácidos oxácidos, pero si se encuentran en presencia de hidróxidos, lo que se forma es una sal y agua. Varios de estos compuestos son sustancias gaseosas.

Tanto el punto de ebullición de estos compuestos como el de fusión suelen ser bajos. Los óxidos ácidos o anhídridos obedecen a la fórmula genérica X_2O_n , donde la X representa a algún elemento no metálico.

Los óxidos ácidos son bastante utilizados en la industria con diferentes fines. Por ejemplo, el dióxido de carbono se usa en la producción de bebidas gasificadas. También algunos óxidos ácidos son tóxicos, como el monóxido de carbono, que tantas muertes ha causado asociado al uso de estufas con combustión incompleta en ambientes cerrados.

También son tóxicos los óxidos de azufre y de nitrógeno, a menudo causantes del adelgazamiento de la capa de ozono. El óxido de titanio, por su parte, tiene gran importancia como pigmento, otorga color blanco.

Ver además: Ejemplos de Óxidos No Metálicos

Nomenclatura

Al igual de lo que sucede en otros grupos de compuestos inorgánicos, en la designación de los óxidos ácidos conviven tres modalidades diferentes:

- La nomenclatura tradicional: se los llama con la palabra anhídrido seguida del nombre del elemento no metálico, al que se le adiciona la terminación que corresponde de acuerdo al estado de oxidación con que interviene el no metal en la molécula.
- La nomenclatura de Stock: se los designa con la palabra óxido seguida del nombre del elemento no metálico y a continuación se indica entre paréntesis y en números romanos el estado de oxidación con el que participa el no metal.
- La nomenclatura sistemática: se los designa con la palabra “óxido” precedida de un prefijo latino que depende del número de átomos de oxígeno, seguida de la preposición “de” y luego el nombre del no metal, este a su vez precedido del prefijo latino que indica el número de átomos de ese no metal en la molécula. Para un mismo metal pueden existir diferentes óxidos ácidos.

TOMAR APUNTE DEL PIZARRÓN FORMULACIÓN DE ÓXIDOS ÁCIDOS:

EJERCITACIÓN DE ÓXIDOS ÁCIDOS

Ejemplos de óxidos ácidos

-  monóxido de dicloro
-  óxido de arsénico (III)
-  anhídrido hiposulfuroso
-  óxido de fósforo (III)
-  anhídrido carbónico
-  óxido de bario
-  anhídrido silícico
-  óxido de nitrógeno (V)
-  óxido perclórico
-  óxido de manganeso (VI)
 -  óxido de manganeso (VII)
 -  trióxido de dinitrógeno
 -  anhídrido cloroso
 -  óxido crómico
 -  óxido bórico
 -  óxido bromoso
 -  óxido sulfuroso
 -  óxido de telurio
 -  óxido de selenio (VI)
 -  anhídrido hipoiodoso

Hidróxidos

Los **hidróxidos** son **combinaciones entre cationes metálicos y aniones hidroxilos (OH^-)**. Se trata, pues, de **compuestos inorgánicos ternarios**, ya que contienen en su molécula hidrógeno, oxígeno y un elemento metálico.

Cuando son **disueltos en agua**, los hidróxidos **se disocian y liberan el grupo hidroxilo, además del catión metálico**. Los hidróxidos tienen un fuerte carácter básico, esto se debe a que el grupo hidroxilo puede captar protones, por eso también se los llama **bases**.

Ver además: **Ejemplos de bases químicas**

Características de los hidróxidos

Según la **nomenclatura de Stock**, para nombrar un hidróxido solo basta agregar a la expresión **“hidróxido de”** el nombre del metal que lo compone. Pero sucede que algunos de los metales que pueden entrar en combinación con grupos hidroxilo pueden asumir más de un estado de oxidación, por ejemplo, +2 o +3.

En este caso la nomenclatura se complica y hay que indicar entre **paréntesis**, a continuación del nombre del metal, el **número de oxidación con que actúa el metal en números romanos**.

Otra opción es recurrir a un **sufijo en el nombre del metal que dé cuenta de cuál es el estado de oxidación de aquel en la molécula**; esto se conoce como nomenclatura funcional. La terminación “oso” es la que corresponde al menor estado de oxidación o valencia (de las dos que tiene el metal), la terminación “ico” es la que corresponde al mayor.

Para escribir la **fórmula molecular**, hay que recordar que el número de hidroxilos se indicará como un subíndice y este coincidirá con el número de oxidación que asuma el metal.

Debido a su carácter básico, **los hidróxidos hacen que cambie el color del papel tornasol de rojo a azul**, y en presencia de fenolftaleína la solución vira de incolora a roja. Los hidróxidos reaccionan con los **ácidos** para producir una sal y agua; generalmente estas reacciones liberan energía.

Los usos de los hidróxidos

Los hidróxidos tienen diferentes usos en la vida cotidiana. Por ejemplo, **la soda o la potasa cáustica** (hidróxido de sodio y de potasio, respectivamente) se usan para destapar cañerías.

El hidróxido de magnesio es bien conocido como antiácido, muchos **digestivos estomacales** lo incluyen en su formulación. A mayores concentraciones tiene poder laxante.

El hidróxido de aluminio también se emplea como **antiácido** en las denominadas sales de fruta. El hidróxido de calcio es muy utilizado en la **construcción**, se lo conoce en ese ámbito como **cal apagada**.

Ejemplos de hidróxidos

Se enumeran a continuación veinticinco hidróxidos, a modo de ejemplo:

1. **Hidróxido de sodio**, NaOH : Usado en la industria textil, además se emplea para fabricar crayones y papel. También utilizado en distintos tipos de limpiadores, como los de pintura.
2. **Hidróxido de bario**, Ba(OH)_2 : Utilizado en la fabricación de cerámicas y distintos tipos de venenos.
3. **Hidróxido de aluminio**, Al(OH)_3 : Típicamente se lo usa para aliviar diferentes molestias estomacales.
4. **Hidróxido de zinc**, Zn(OH)_2 : Se lo usa como adsorbente; también se han formulado nanopartículas de este hidróxido.
5. **Hidróxido férrico**, Fe(OH)_3 : Se utiliza en la fabricación de pinturas y medicamentos.
6. **Hidróxido ferroso**, Fe(OH)_2 : Muy importante en la industria metalúrgica.
7. **Hidróxido cúprico**, Cu(OH)_2 : Reactivo de laboratorio, utilizado también como fungicida.
8. **Hidróxido cuproso**, CuOH : Similar al hidróxido cúprico
9. **Hidróxido de calcio**, Ca(OH)_2 : Es la llamada cal muerta o cal apagada, tan importante en la construcción. También se usa en la agricultura y en la industria química, farmacéutica y de alimentos.
10. **Hidróxido de litio**, LiOH : Se utiliza para remover dióxido de carbono en sistemas de purificación.
11. **Hidróxido de cromo** (III), Cr(OH)_3 : Utilizado en la elaboración de pinturas, especialmente para lograr colores verdes.
12. **Hidróxido de plomo** (IV), Pb(OH)_4 : Utilizado principalmente en cubiertas de cables.
13. **Hidróxido de oro** (III), Au(OH)_3 : Usado en muchos ámbitos de la medicina y la cerámica.
14. **Hidróxido de plata**, AgOH : Es usado para conformar ciertos productos que funcionan para detectar cloruro en otras soluciones.
15. **Hidróxido mercuríco**, Hg(OH)_2 : Utilizado cada vez menos por su toxicidad.
16. **Hidróxido de berilio**, Be(OH)_2 : Puede formar un ion positivo, así como uno negativo.
17. **Hidróxido de plomo** (II), Pb(OH)_2 : Utilizado típicamente para revestimientos.
18. **Hidróxido de platino** (IV), Pt(OH)_4 : Utilizado para la elaboración de alambres extremadamente finos.
19. **Hidróxido de cobalto**, Co(OH)_2 : Utilizado en la preparación de sales de cobalto.
20. **Hidróxido de manganeso**, Mn(OH)_3 : Forma distintos tipos de cristales verdes.
21. **Hidróxido de estroncio**, Sr(OH)_2 : Absorbe el dióxido de carbono del aire.
22. **Hidróxido de magnesio**, Mg(OH)_2 : Utilizado como antiácido o laxante.
23. **Hidróxido de estaño** (II), Sn(OH)_2 : Habitual en los colorantes de la industria de los tejidos.
24. **Hidróxido de amonio**, NH_4OH : Usado fundamentalmente en el procesamiento de alimentos.
25. **Hidróxido de cadmio**, Cd(OH)_2 : Encontrado en baterías de acumuladores industria.

TOMAR APUNTES DEL PIZARRÓN

EJERCITACIÓN DE HIDRÓXIDOS.

HIDRÁCIDOS

¿Qué son los hidrácidos?

Los [hidrácidos](#), también conocidos como **ácidos hidrácidos o hidruros no metálicos**, son compuestos químicos que surgen por combinación de átomos de hidrógeno con átomos de halógenos (flúor, cloro, bromo o yodo: grupo 6A de la tabla periódica), o bien con átomos de elementos anfígenos o calcógenos, como el azufre, el selenio o el telurio (grupo 7A de la citada tabla).

Los primeros actúan con **estado de oxidación +1** y los segundos con **estado de oxidación +2**, por lo que en el caso de los hidrácidos con halógenos la fórmula que los representa es HX, mientras que los hidrácidos con anfígenos son esquematizados con la fórmula H₂X.

Características de los hidrácidos

Los hidrácidos **no contienen oxígeno**. Queda claro que los compuestos así formados **son binarios y de carácter ácido en soluciones acuosas**.

Otros no metales también forman compuestos binarios con el hidrógeno, pero no necesariamente ácidos. Por ejemplo, el amoníaco combina nitrógeno con hidrógeno y al disolverse el pH aumenta, no disminuye.

Los hidrácidos se suelen nombrar tanto con la **nomenclatura tradicional** (ejemplo: ácido clorhídrico) como con la nomenclatura de Stock (ejemplo: cloruro de hidrógeno).

Los **haluros de hidrógeno** (se llaman así a los que comprenden un halógeno en combinación directa con hidrógeno) son ácidos fuertes (excepto el fluoruro de hidrógeno), la fuerza ácida (dada por la capacidad de liberar protones al disociarse en solución) aumenta a medida que se incrementa la masa atómica, es decir, a medida que se recorre la tabla periódica de elementos de arriba hacia abajo. Las soluciones concentradas de estos ácidos suelen liberar un humo blanco.

Usos de los hidrácidos

Los hidrácidos son usados hoy en día en diferentes industrias químicas. Muchas veces se emplean **para formular productos de higiene y limpieza del hogar**. Por ejemplo, son componentes importantes de los jabones, por supuesto a bajas concentraciones.

También están presentes los **hidrácidos en productos de tocador e higiene personal**, como champús, pastas dentales, acondicionadores para el cabello y ciertos cosméticos. A concentraciones mayores son usados como destapacañerías.

Para poder digerir los alimentos nuestro cuerpo **sintetiza jugo gástrico**, que se libera en el estómago. Este jugo contiene diversas enzimas (pepsina, renina, lipasa gástrica) y ácido clorhídrico, producido por las células parietales del citado órgano.

Este ácido hace que en el estómago el **pH** sea de alrededor de 2, o incluso algo menor. En estas condiciones se posibilita la degradación de los alimentos.

Ejemplos de hidrácidos

Solo hay siete hidrácidos, estos son:

1. **Ácido clorhídrico (HCL)**
2. **Sulfuro de hidrógeno (H₂S)**
3. **Bromuro de hidrógeno (HBr)**
4. **Seleniuro de hidrógeno (H₂Se)**
5. **Yoduro de hidrógeno (HI)**
6. **Ácido telurhídrico (H₂Te)**
7. **Ácido fluorhídrico (HF)**

TOMAR APUNTE S DEL PIZARRÓN

Hidruros

Los **hidruros** son compuestos químicos que combinan en su molécula átomos de hidrógeno (cuyo estado de oxidación es, en la mayoría de los casos, -1) y átomos de cualquier otro elemento de la tabla periódica.

Se reconocen tres categorías de hidruros:

-  **Los metálicos metálicos:** son los que se forman con los elementos alcalinos y alcalino-térreos, es decir, con los que están más hacia la izquierda de la tabla periódica de los elementos. Son compuestos no volátiles que presentan conductividad. En ellos el hidrógeno se encuentra como ion hidruro H^- . Dentro de este grupo se puede distinguir a los hidruros que forman los metales más electropositivos (de los grupos 1 y 2); se suele llamar a estos hidruros salinos. Los hidruros salinos son generalmente sólidos blancos o grises que se obtienen por reacción directa del metal con hidrógeno a altas temperaturas.
-  **Los hidruros volátiles o no metálicos:** son los que se forman con elementos no metálicos pero poco electronegativos, en concreto, con nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto, boro, carbono y silicio: todos estos reciben nombres específicos, más allá de la nomenclatura general; son todos metaloides o metales del bloque p. Se los puede llamar también hidruros moleculares o covalentes, porque presentan enlaces covalentes. Forman minerales de aspectos bastante particulares. El silano, un hidruro de este grupo, tiene creciente interés por su valor para la fabricación de nanopartículas.
-  **Los hidruros hidrácidos:** (también llamados simplemente hidrácidos) corresponden a la combinación del hidrógeno con un halógeno (flúor, cloro, bromo o yodo) o bien con un elemento anfígeno (oxígeno, azufre, selenio, telurio); solo en este último caso el hidrógeno actúa con su número de oxidación positivo (+1) y el otro elemento es el que funciona con número de oxidación negativo (-1 en los halógenos, -2 en los anfígenos).

Ejemplos de hidruros

1. Hidruro sódico (NaH)
2. Fosfina (PH_3)
3. Hidruro bórico (BaH_2)
4. Bismutina (Bi_2S_3)
5. Hidruro permangánico (MnH_7)
6. Amoniaco (NH_3)

7. Arsina (AsH_3)
8. Estibinita o antimonita
9. Ácido bromhídrico (HBr)
10. Borano (BH_3)
11. Metano (CH_4)
12. Silano (SiH_4)
13. Ácido fluorhídrico (HF)
14. Ácido clorhídrico (HCl)
15. Hidruro ferroso (FeH_3)
16. Ácido iodhídrico (HI)
17. Ácido sulfhídrico (H_2S)
18. Ácido selenhídrico (H_2Se)
19. Ácido telurhídrico (H_2Te)
20. Hidruro de litio (LiH)

Usos de los hidruros

Entre los usos de los hidruros se pueden mencionar los de **desecantes y reductores**, algunos se emplean como **fuentes de hidrógeno puro**.

El hidruro de calcio es especialmente útil como **agente desecante de disolventes orgánicos**. El hidruro sódico requiere mucha precaución en su manejo, pues reacciona violentamente con el agua y puede llegar a inflamarse.

Si se produjera un incendio por la inflamación de este hidruro no se debe utilizar agua para apagarlo, porque se **producirían más llamas**. Estos incendios se apagan con **extintores de polvo**.

TOMAR APUNTES DEL PIZARRÓN:

Ácidos

Los **ácidos** conforman un importante grupo de **compuestos químicos**, bastante amplio. Lo que define el carácter ácido es que estos compuestos pueden donar uno o más cationes hidrógeno (H^+) a otro compuesto, al que se conoce como **base**.

Por esta propiedad de liberar cationes hidrógeno es que los ácidos producen soluciones de **pH** inferior a 7. A los ácidos que pueden liberar más de un protón se los llama polipróticos o polifuncionales.

Ver además: **Ejemplos de Ácidos y Bases**

Propiedades

La tendencia a perder protones es lo que determina la **fuerza de un ácido**.

Ácidos Fuertes: Son compuestos con gran tendencia a la disociación, en el cual nada (o casi nada) del ácido protonado queda en la solución. Los ácidos fuertes **suelen ser corrosivos**, a tal punto que pueden producir quemaduras de la piel. En general son muy buenos **conductores de electricidad**.

Ácidos Débiles: Los ácidos débiles, en cambio, se disocian solo parcialmente, de modo que existe un equilibrio entre la forma disociada y la no disociada.

Respecto de sus propiedades, los ácidos se pueden presentar como **líquidos** o como **gases**, más raramente como **sólidos**. El sabor ácido que todos podemos reconocer y que caracteriza a estos compuestos lo encontramos, por ejemplo, en las frutas cítricas, que son ricas en **ácido cítrico**, o en el vinagre, que es **ácido acético**. Estos son ácidos orgánicos.

Existen **ácidos orgánicos e inorgánicos**; los más fuertes suelen ser los inorgánicos. Muchos ácidos orgánicos cumplen importantes papeles biológicos, dentro de los inorgánicos existe uno, el ácido clorhídrico, que desempeña un papel importantísimo en el proceso de digestión. Los ácidos nucleicos también son fundamentales para la vida, al ser la base del material genético de las **células** y contener la clave de la síntesis de las proteínas.

Usos

Los ácidos tienen muchísimos usos, tanto a escala industrial como hogareña. Suelen usarse como **aditivos y conservantes en alimentos, cosméticos, bebidas**, etc. Algunos sólidos ácidos se emplean como **catalizadores** (aceleradores de reacciones químicas) en la industria petroquímica o papelería.

Existen también ácidos que se emplean como **desinfectantes** (ácido fénico, ácido salicílico). Además, pueden usarse como electrolitos en las baterías de los automóviles, como sucede con el ácido sulfúrico. Este último ácido fuerte también se emplea con frecuencia en el **procesamiento de minerales**, tal es el caso de la producción de fertilizantes a partir de fosfatos de roca.

Vale aclarar que ciertas sustancias solo se logran solubilizar en medios ácidos, y que determinadas reacciones solo ocurren bajo tal condición. Con el ácido nítrico y el amoníaco se fabrica nitrato de amonio, también un importante **fertilizante para los cultivos**.

Ejemplos de ácidos

Se enumeran a continuación veinte ácidos, a modo de ejemplo:

1. **ácido perclórico (HClO_4)** – es un ácido fuerte líquido a temperatura ambiente, altamente oxidante.
2. **ácido nítrico (HNO_3)** – también es este un ácido fuerte e intensamente oxidante, empleado para fabricar ciertos explosivos y también fertilizantes nitrogenados.
3. **ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)** – es la vitamina C, tan necesaria para la salud. Es una sustancia protectora por sus efectos antioxidantes.
4. **ácido clorhídrico (HCl)** – es el único ácido fuerte que sintetiza el cuerpo humano, concretamente el estómago, para llevar a cabo la degradación de los alimentos en el proceso digestivo.
5. **ácido tartárico ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$)** – polvo cristalino blanco, se utiliza en la preparación de bebidas efervescentes, en la industria panadera, vitivinícola y farmacéutica. El cremor tártaro que llevan algunas recetas es ácido tartárico.
6. **ácido fluorhídrico (HF)** – por su capacidad de atacar el vidrio se lo usa en el tallado y grabado de cristales, entre otros usos.
7. **ácido sulfúrico (H_2SO_4)** – ácido fuerte por excelencia, tiene infinidad de aplicaciones en diversas industrias y procesos de síntesis.
8. **ácido trifluoroacético** – es un buen disolvente para muchos compuestos orgánicos
9. **ácido fosfórico** – presente en bajas concentraciones en varias bebidas cola, se considera perjudicial para la salud ya que promueve la descalcificación.
10. **ácido acético** – principal componente del vinagre, la acidez que crea lo vuelve un conservante de alimentos muy usado.
11. **ácido fluoroantimónico** – es el superácido más fuerte que se conoce, supera la acidez del ácido sulfúrico puro en 10^{19}
12. **ácido crómico** – polvo rojo oscuro, participa del proceso de cromado; además se lo utiliza para esmaltar cerámicas y
13. **ácido indolacético (AIA)** – es el principal representante de la auxinas, importante hormonas de crecimiento de las plantas.
14. **ácidos desoxirribonucleico (ADN)** – es el que encierra la clave de la vida, al conformar los genes que gobiernan la síntesis de infinidad de proteínas.
15. **ácido tricarbóxico**

16. **ácido fórmico**
17. **ácido glucónico**
18. **ácido láctico**
19. **ácido benzoico**
20. **ácido málico**

TOMAR APUNTES DEL PIZARRÓN:

EJERCITACIÓN:

Actividad 1: a) Obtener hidróxidos con los siguientes elementos
b) Balancear la ecuación química
c) Nombrar el compuesto de las formas conocidas

- | | | | |
|-----------------|------------------|----------------|-------------------|
| 1) Bismuto (V) | 4) Sodio | 7) Litio | 10) Magnesio (II) |
| 2) Níquel (III) | 5) Potasio | 8) Cromo (III) | |
| 3) Platino (IV) | 6) Mercurio (II) | 9) Estaño (II) | |
-

Actividad 2: a) Plantear las ecuaciones químicas balanceadas que describen la Formación de los siguientes compuestos.

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| 11) Hidróxido de aluminio | 16) Ácido perclórico |
| 12) Hidróxido Ferroso | 17) Hidróxido de calcio |
| 13) Ácido sulfúrico | 18) Hidróxido de litio |
| 14) Hidróxido de hierro | 19) Hidróxido Cobáltico |
| 15) Hidróxido plúmbico | 20) Ácido bromhídrico. |
-

Actividad 3: Completar la ecuación de formación y nombrar (balancear si fuera necesario)

- | | | | | | |
|-----|---|----------------------|-----|---|--------------------------------|
| 21) |  | Hg (OH) ₂ | 26) |  | Sn (OH) ₄ |
| 22) |  | HBr | 27) |  | H ₂ SO ₃ |
| 23) |  | Ag (OH) | 28) |  | Co(OH) ₂ |
| 24) |  | HNO ₃ | 29) |  | HIO ₄ |
| 25) |  | Cu (OH) ₂ | 30) |  | Bi (OH) ₃ |

Actividad 4: Completar el cuadro

Fórmula molecular	Ionización	Nombre del catión
31) Hg (OH) ₂		
32) Rb(OH)		
33) Ca (OH) ₂		
34) Bi (OH) ₅		
35) Ti (OH) ₄		
36) Zn (OH) ₂		

37) HClO		
38) HNO ₂		
39) H ₃ PO ₄		
40) HBrO ₂		
41) HPO ₃		
42) H ₂ SO ₄		

SALES

Vamos a ver muchos ejemplos de sales neutras, pero primero empecemos por ver qué es una Sal y una Sal Neutra.

Una sal se forma en la reacción química de un ácido y una base donde la base proporciona el catión, y el ácido el anión. Por lo tanto una sal está formada por cationes (iones con carga positiva) enlazados a aniones (iones con carga negativa) mediante un **enlace iónico**. Una sal es un compuesto iónico. Recuerda que **un metal es un catión** y un **no metal es un anión** no metálico. Según esto para formar una sal necesitamos **SAL = Metal + NO Metal**

Acido + Base ---> Sal + Agua

Como en el resultado de la reacción se forma agua H₂O resulta que es porque el ácido dona un ión H⁺ y la Base.

La sal común, conocida popularmente como sal, es un tipo de sal denominada cloruro sódico (o cloruro de sodio), cuya fórmula química es NaCl.

Por lo general, se forma una **sal neutra** cuando hay un ácido fuerte y una base fuerte **neutralizándose** en la reacción.

La neutralización completa del ácido por la base lleva consigo la sustitución de todos los iones hidrógeno del ácido por el catión del hidróxido, formándose además agua en la reacción. Puede, pues, considerarse como **compuestos binarios** (2 elementos) formados por un catión (proveniente de la base) y un anión (que proviene del ácido).

¿Qué es una Sal Neutra?

Sal neutra es una sal en la que el ácido y la base se neutralizan uno al otro.

Son compuestos ternarios **constituidos por un no metal, oxígeno y metal**. Se obtienen por neutralización total de un hidróxido sobre un ácido oxoácido. La reacción que tiene lugar es:

ÁCIDO OXOÁCIDO + HIDRÓXIDO --> SAL NEUTRA + AGUA

Las sales neutras son compuestos formados por la reacción de un ácido con un hidróxido (compuesto ternario básico) formando también agua. Entre las sales neutras se encuentran las binarias y las ternarias, que se diferencian entre sí por el ácido con el que reaccionan, siendo estos un hidrácido o un oxácido.

Hidrácido + Hidróxido =====> Agua + Sal neutra

Ejemplo:

Si se combinan el Hidróxido de Sodio más el Ácido Nítrico forman la sal correspondiente mas el agua.

Hidróxido + Oxoácido —————> Oxosal Neutra + H₂O



Otro ejemplo:

HCl + Na(OH)=====> H₂O + NaCl

Luego veremos muchos más ejemplos de sales neutras.

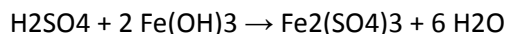
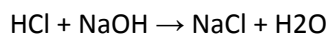
La formulación de las sales neutras siguen el siguiente modelo: MaNb, donde M: elemento metálico, N: elemento no metálico, a: valencia del elemento no metálico y b: valencia del elemento metálico.

Sales Neutras Ejemplos

Recuerda: Sales Neutras: resultado de sustituir todos los H⁺ del ácido por un metal. Veamos muchos ejemplos de sales neutras.

Primero empezamos por ver una tabla con varias sales neutras y como se nombran en los tres tipos de nomenclaturas diferentes. Luego veremos ejemplos nombrados de diferentes formas.

	Nombre tradicional	nomenclatura de Stock	nomenclatura sistemática
NaCl	cloruro sódico	cloruro de sodio	cloruro de sodio
AlCl₃	cloruro aluminico	cloruro de aluminio (III)	tricloruro de aluminio
CuCl	cloruro cuproso	cloruro de cobre (I)	cloruro de cobre
CuCl₂	cloruro cúprico	cloruro de cobre (II)	dicloruro de cobre
FeCl₂	cloruro ferroso	cloruro de hierro (II)	dicloruro de hierro
FeCl₃	cloruro férrico	cloruro de hierro (III)	tricloruro de hierro
K₂S	sulfuro potásico	sulfuro de potasio	sulfuro de dipotasio
CaS	sulfuro cálcico	sulfuro de calcio	sulfuro de calcio
B₂S₃	sulfuro bórico	sulfuro de boro (III)	trisulfuro de diboro
CrS	sulfuro cromoso	sulfuro de cromo (II)	sulfuro de cromo
Cr₂S₃	sulfuro crómico	sulfuro de cromo (III)	trisulfuro de dicromo
PbS	sulfuro plumboso	sulfuro de plomo (II)	sulfuro de plomo
PbS₂	sulfuro plúmbico	sulfuro de plomo (IV)	disulfuro de plomo
Fe₃N₂	nitruro ferroso	nitruro de hierro (II)	dinitrúro de trihierro
Na₃N	nitruro sódico	nitruro de sodio	nitrúro de trisodio



NaCl Cloruro de sodio

FeCl₃ Cloruro Férrico

CaBr₂ Bromuro de calcio

LiF Fluoruro de litio

AlCl₃ Cloruro de aluminio

CuBr bromuro cuproso

CaF₂ fluoruro de calcio

KI yoduro de potasio

MnS sulfuro de manganeso

KNO₃ nitrato de potasio

LiF fluoruro lítico

NiF₂ fluoruro níqueloso

NiF₃ fluoruro níquelico

TOMAR APUNTES DEL PIZARRÓN:

ESTEQUIOMETRIA

En [química](#), la **estequiometria** (del [griego](#) *στοιχείον*, *stoikheion*, 'elemento' y *μέτρον*, *métrón*, 'medida') es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los [reactivos](#) y productos en el transcurso de una [reacción química](#).¹ Estas relaciones se pueden deducir a partir de la [teoría atómica](#), aunque históricamente se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas [leyes y principios](#).

El primero que enunció los principios de la estequiometria fue [Jeremias Benjamin Richter](#) (1762-1807), en 1792, quien describió la estequiometria de la siguiente manera:

«La estequiometria es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados (en una reacción química)».

También estudia la proporción de los distintos elementos en un compuesto químico y la composición de mezclas químicas

Una [reacción química](#) se produce cuando hay una modificación en la [identidad química](#) de las sustancias intervinientes; esto significa que no es posible identificar a las mismas sustancias antes y después de producirse la reacción química, los [reactivos](#) se consumen para dar lugar a los [productos](#).

A escala microscópica una reacción química se produce por la colisión de las partículas que intervienen ya sean [moléculas](#), [átomos](#) o [iones](#), aunque puede producirse también por el choque de algunos átomos o moléculas con otros tipos de partículas, tales como [electrones](#) o [fotones](#). Este choque provoca que las uniones que existían previamente entre los átomos se rompan y se facilite que se formen nuevas uniones. Es decir que, a escala atómica, es un reordenamiento de los [enlaces](#) entre los átomos que intervienen. Este reordenamiento se produce por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, sin embargo los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos. Esto es lo que se conoce como [ley de conservación de la masa](#), e implica los dos principios siguientes:

- El número total de átomos antes y después de la reacción química no cambia.
- El número de átomos de cada tipo es igual antes y después de la reacción.

En el transcurso de las reacciones químicas las partículas subatómicas tampoco desaparecen, el número total de [protones](#), [neutrones](#) y electrones permanece constante. Y como los protones tienen carga positiva y los electrones tienen carga negativa, la suma total de cargas no se modifica. Esto es especialmente importante tenerlo en cuenta para el caso de los electrones, ya que es posible que durante el transcurso de una reacción química salten de un átomo a otro o de una molécula a otra, pero el número total de electrones permanece constante. Esto que es una consecuencia natural de la ley de conservación de la masa se denomina [ley de conservación de la carga](#) e implica que:

- La suma total de cargas antes y después de la reacción química permanece constante.

Las relaciones entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y por lo tanto pueden ser determinadas por una ecuación ([igualdad matemática](#)) que las describa. A esta igualdad se le llama ecuación estequiométrica.

CONCEPTOS IMPORTANTES:

El Átomo

Es cierto que los elementos son el fundamento de la materia, pero éstos, a su vez, están constituidos por partículas muy pequeñas que no pueden ser divididas sin perder sus propiedades físicas y químicas. Estas partículas se denominan **átomos**. Estos átomos son tan pequeños que se requieren billones y billones de ellos para obtener una capa fina que llegue a ser detectada por un microscopio. El átomo es la partícula última que da lugar a la existencia de los elementos y cada elemento está constituido por su propio tipo de átomos.

La Molécula

Cuando se divide un elemento se alcanza un átomo. Cuando se divide un compuesto como el azúcar, se llega a una partícula pequeña que no puede romperse sin llegar a perder las propiedades físicas y químicas del azúcar. Esta última partícula distintiva de un compuesto se llama **molécula**, y también como el átomo es extremadamente pequeña. Con la ayuda de un microscopio electrónico se puede observar algunas de las más extensas y complejas.

Para concretar: un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que puede participar en combinaciones químicas. De igual forma una molécula es la parte más pequeña de un compuesto que puede participar en combinaciones químicas.

Las moléculas están constituidas por dos o más átomos y pueden tener átomos de diferente clase, como el agua, que contiene átomos de hidrógeno y oxígeno, o la misma clase de átomos como el cloro. Cl_2 .

La **ley de composición definida o ley de las proporciones definidas**, postulada por Joseph Proust alrededor 1800, establece que en un compuesto los átomos están combinados en proporciones definidas en peso.

Masa Atómica

De acuerdo con Dalton, cada clase de átomo químicamente diferente posee una masa característica. Pero como él no pudo pesar átomos individuales, midió las masas relativas de los elementos requeridos para formar un compuesto y de éstas dedujo las masas atómicas relativas.

La escala de masas relativas de Dalton estaba basada en el Hidrógeno, sin embargo eventualmente fue reemplazada por otra basada en el oxígeno y luego, en 1961 y hasta el presente, se estableció **la escala de masa fundamentada en el carbono 12**. Esta última, que difiere numéricamente muy poco de la del oxígeno, depende de las medidas de masa atómica por medio de un instrumento conocido como el espectrómetro de masas.

El peso atómico es la masa atómica de un elemento expresada en gramos. Por ejemplo, la masa atómica del oro es 197, por lo que el peso atómico es 197 gramos. El peso atómico de todos los elementos, es propio de cada uno y se encuentra especificado en la tabla periódica, así el peso atómico del oxígeno es 15,999g, el del nitrógeno 14,007g y el del azufre es 32,06g.

Número de Avogadro y El Mol

Número de Avogadro y El concepto de Mol

Alrededor de 1870, los científicos determinaron cuantos átomos eran necesarios para obtener la masa atómica en gramos. Este número se conoce hoy en día, como el **número de Avogadro** en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856).

El número de Avogadro es un número de cosas o partes, llamado mol. En el sistema internacional, el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como hay exactamente en 12 gramos del isótopo de carbono-12 (Los isótopos son átomos de mismo elemento que poseen diferentes masas). El número real de átomos en 12 gramos de carbono-12 se determina experimentalmente. El número aceptado en la actuales es

$$1\text{mol} = 6,022045 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Por lo general el número de Avogadro se redondea a $6,022 \times 10^{23}$. El mol es un concepto muy importante en química ya que proporciona un medio conveniente para describir un amplio número de átomos o moléculas y relacionar ese número con un peso (generalmente en gramos).

Peso Molecular

Peso Molecular.

El peso molecular de un compuesto, expresado en gramos, corresponde al peso de un conjunto de $6,023 \times 10^{23}$ moléculas (un mol de moléculas); por consiguiente: un peso molecular de un compuesto tiene un mol de moléculas. En otras palabras:

$$1 \text{ mol de cualquier elemento} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de cualquier compuesto} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Existen compuestos que no están constituidos por moléculas individuales sino que forman estructuras infinitas en las cuales las partículas están combinadas en relaciones definidas. Las formulas de estas sustancias no representan las moléculas sino proporciones de combinación.

Ejemplo 2.

Determinar el peso molecular de cada uno de los siguientes compuesto: a. Fe_2O_3 , b. HClO_4 c. $\text{Au}_2(\text{SO}_4)_3$

d. $\text{C}_3\text{H}_5\text{Br}_2$

Solución:

Hay que hallar el peso atómico de cada elemento en la tabla periódica y luego sumar los pesos de todos los átomos del compuesto.

a. a. Hierro: $\text{Fe} = 55,847\text{g}$

Oxígeno: $O = 15,999g$

Sin embargo, en el óxido férrico (Fe_2O_3) se encuentran presente dos átomos de Hierro y tres de oxígeno por tanto;

Hierro: $Fe = 55,847g/mol \times 2 = 111,694g/mol$

Oxígeno: $O = 15,999g/mol \times 3 = 47,997g/mol$

Peso Molecular = $159,691g/mol$

b. Seguimos el mismo proceso para determinar el peso molecular del $HClO_4$, según esta fórmula, el ácido perclórico contiene un átomo de hidrógeno, un átomo de cloro y cuatro átomos de oxígeno

Hidrogeno: $H = 1g/mol$

Cloro: $Cl = 35,45g/mol$

Oxígeno: $O = 15,999g \times 4 \approx 64g/mol$

Peso Molecular = $100,45g/mol$

c. En este caso la fórmula expresa que el sulfato aúrico ($Au_2(SO_4)_3$) se forma con dos átomos de oro, tres de azufre y doce de oxígeno, recordemos que el tres que se encuentra fuera del paréntesis afecta el azufre y al oxígeno en una proporción multiplicativa.

Oro: $Au \approx 197g/mol \times 2 = 394g/mol$

Azufre: $S \approx 32g/mol \times 3 = 96g/mol$

Oxígeno: $O \approx 16g/mol \times 4 = 64g/mol$

Peso Molecular = $554g/mol$

d. Este compuesto orgánico ($C_3H_5Br_2$) está formado por tres átomos de carbono, cinco de hidrógeno y dos de bromo, por tanto:

Carbono: $C \approx 12g/mol \times 3 = 36g/mol$

Hidrógeno: $H \approx 1g/mol \times 5 = 5g/mol$

Bromo: $Br \approx 80g/mol \times 2 = 160g/mol$

Peso Molecular = $201g/mol$

NUMERO DE MOLES EJERCICIOS

Ejercicio 1 ¿Cuántos moles están presentes en 54 g de agua?

Aplicando el triángulo:

Moles = Masa / Masa molecular (es una molécula)

Conocemos la masa pero tenemos que calcular la masa molecular de la molécula de agua.

Calculamos la masa molecular del agua que ya sabemos que su fórmula química es H₂O

Masa atómica del H = 1, como tenemos dos átomos en la fórmula será $1 + 1 = 2$.

masa atómica del Oxígeno = 16.

Sumando tenemos la masa molecular del agua = 18 gramos.

Aplicando la fórmula:

Moles = $54\text{g}/18\text{g} = 3$ Moles de Agua.

Ahora sabrías decir cuantas moléculas de agua tendríamos en esos 54 gramos. Fácil, si cada mol de agua tiene el número de Avogadro de moléculas, solo tendríamos que **multiplicar el número de Avogadro por los moles de agua que tenemos**, es decir por 3.

Y si te piden calcular el número de moles de 54 ml (mililitros) de agua. Nos están dando la cantidad de agua en otra unidad, en este caso en volumen. Tendríamos que convertir el volumen en gramos antes de aplicar la fórmula. Para el agua es sencillo ya que los mililitros de volumen son igual a los gramos en peso, con lo que serían 54 gramos. Los siguientes pasos para calcular el número de moles son los de antes.

Recuerda que siempre tenemos que poner en la fórmula las unidades en gramos, excepto para el número de moles que la unidad es moles.

Sabiendo y entendiendo esto podrás calcular los moles de cualquier sustancia (átomo, molécula, etc...).

Ejercicio 2 ¿Cuántos moles están presentes en 25 g de carbonato de calcio?

Lo primero tendremos que saber la fórmula del carbonato cálcico que es CaCO₃.

- Ca número atómico = 40

- C número atómico = 12

- O número atómico = 16 pero como son 3 átomos serán 48.

Sumando todo tenemos la masa molecular del carbonato cálcico = $40 + 12 + 48 = 100$ gramos.

Ahora solo tenemos que aplicar la fórmula:

Numero de Moles = Masa total / Masa molecular = $25 / 100 = 0,25$ moles.

¿A que es Fácil?

Vamos a hacer **otro ejemplo** para que nos quede claro.

Ejercicio 3 Queremos calcular cuántos moles de CO₂ (dióxido de carbono) hay en 200 gramos de CO₂:

Los datos que tenemos que saber son que la masa molecular en gramos del CO₂ es 44 gr. Entonces tendremos:

$$200 \text{ gr de CO}_2 \times \frac{1 \text{ Mol}}{44 \text{ gramos (masa molecular del CO}_2 \text{ en gramos)}} = 4,54 \text{ moles de CO}_2.$$

Así podemos decir que 200 gramos de CO₂ son 4,54 moles de CO₂.

Si quisiéramos calcularlo a la inversa sería muy fácil, es decir, si queremos saber cuántos gramos contienen 4,54 moles de CO₂:

$$4,54 \text{ Moles de CO}_2 \times \frac{44 \text{ gramos (masa molecular del CO}_2 \text{ en gramos)}}{1 \text{ Mol de CO}_2} = 200 \text{ gramos de CO}_2.$$

El número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas o átomos) nos servirá siempre para calcular el número de moléculas de una sustancia.

Es decir, si queremos saber cuántas moléculas de CO₂ hay en 200 gramos de CO₂ o lo que es lo mismo en 4,54 moles de CO₂ tendríamos:

$$4,54 \text{ Moles de CO}_2 \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ Mol de CO}_2} = 2,73 \times 10^{24} \text{ moléculas de CO}_2.$$

Espero que ahora te resulte mucho más fácil calcular y hacer problemas de número de moles, algo que parece difícil pero que como ves es muy sencillo.

El concepto de mol es uno de los más importantes en la química. Su comprensión y aplicación son básicas en la comprensión de otros temas. Es una parte fundamental del lenguaje de la química.

MOL.- Cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono 12.

Cuando hablamos de un mol, hablamos de un número específico de materia. Por ejemplo si decimos una docena sabemos que son 12, una centena 100 y un mol equivale a **6.022x 10**. Este número se conoce como **Número de Avogadro** y es un número tan grande que es difícil imaginarlo.

Un mol de azufre, contiene el mismo número de átomos que un mol de plata, el mismo número de átomos que un mol de calcio, y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento.

$1 \text{ MOL de un elemento} = 6.022 \times 10^{\text{átomos}}$
--

Si tienes una docena de canicas de vidrio y una docena de pelotas de ping-pong, el número de canicas y pelotas es el mismo, pero ¿pesan lo mismo? NO. Así pasa con las moles de átomos, son el mismo número de átomos, pero la masa depende del elemento y está dada por la masa atómica del mismo.

Para cualquier **ELEMENTO**:

$$1 \text{ MOL} = 6.022 \times 10^{\text{ÁTOMOS}} = \text{MASA ATÓMICA (gramos)}$$

Ejemplos:

Moles	Átomos	Gramos (Masa atómica)
1 mol de S	$6.022 \times 10^{\text{átomos de S}}$	32.06 g de S
1 mol de Cu	$6.022 \times 10^{\text{átomos de Cu}}$	63.55 g de Cu
1 mol de N	$6.022 \times 10^{\text{átomos de N}}$	14.01 g de N
1 mol de Hg	$6.022 \times 10^{\text{átomos de Hg}}$	200.59 g de Hg
2 moles de K	$1.2044 \times 10^{\text{átomos de K}}$	78.20 g de K
0.5 moles de P	$3.0110 \times 10^{\text{átomos de P}}$	15.485 g de P

En base a la relación que establecimos entre moles, átomos y masa atómica para cualquier elemento, podemos nosotros convertir de una otra unidad utilizando factores de conversión. Ejemplos:

¿Cuántas moles de hierro representan 25.0 g de hierro (Fe)?

Necesitamos convertir gramos de Fe a moles de Fe. Buscamos la masa atómica del Fe y vemos que es 55.85 g . Utilizamos el factor de conversión apropiado para obtener moles.

$$25.0 \text{ g Fe} \quad \left(\frac{1 \text{ mol}}{55.85 \text{ g}} \right) = 0.448 \text{ moles Fe}$$

La unidad del dato y del denominador del factor de conversión debe ser la misma

¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5.00 g de magnesio (Mg)?

Necesitamos convertir gramos de Mg a átomos de Mg.

Para este factor de conversión necesitamos la masa atómica que es 24.31 g.

$$5.00 \text{ g Mg} \quad \left(\frac{1 \text{ mol}}{24.31 \text{ g}} \right) = 0.206 \text{ mol Mg}$$

¿Cuál es la masa de $3.01 \times 10^{\text{átomos}}$ de sodio (Na)?

Utilizaremos la masa atómica del Na (22.99 g) y el factor de conversión de átomos a gramos.

$$3.01 \times 10^{\text{átomos Na}} \quad \left(\frac{22.99 \text{ g}}{6.023 \times 10^{\text{átomos}}} \right) = 1.31 \times 10^{\text{átomos Na}}$$

Masa molar de los compuestos.-

Una mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula (moléculas o iones) del mismo. Los términos peso molecular, masa molecular, peso fórmula y masa fórmula se han usado para referirse a la masa de 1 mol de un compuesto. El término de masa molar es más amplio pues se puede aplicar para todo tipo de compuestos.

A partir de la fórmula de un compuesto, podemos determinar la masa molar sumando las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, su masa debe sumarse tantas veces como aparezca.

Ejemplos: Calcule la masa molar de los siguientes compuestos.
KOH (hidróxido de potasio)

$$\begin{array}{lcl} \text{K} & 1 \times 39.10 = & 39.10 \\ \text{O} & 1 \times 16.00 = & 16.00 \\ \text{H} & 1 \times 1.01 = & \underline{1.01} + \\ & & \mathbf{56.11 \text{ g}} \end{array}$$

$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ (sulfato de cobre II)

$$\begin{array}{lcl} \text{Cu} & 3 \times 63.55 = & 190.65 \\ \text{P} & 2 \times 30.97 = & 61.04 \\ \text{O} & 8 \times 16 = & \underline{128} + \\ & & \mathbf{379.69 \text{ g}} \end{array}$$

$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ (sulfito de aluminio)

$$\begin{array}{lcl} \text{Al} & 2 \times 26.98 = & 53.96 \\ \text{S} & 3 \times 32.06 = & 96.18 \\ \text{O} & 9 \times 16 = & \underline{144} + \\ & & \mathbf{294.14 \text{ g}} \end{array}$$

En el caso de los compuestos también podemos establecer una relación entre moles, moléculas y masa molar.

$$\mathbf{1 \text{ MOL} = 6.022 \times 10^{23} \text{ MOLÉCULAS} = \text{MASA MOLAR (gramos)}}$$

Ejemplos:

¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1.0 Kg de esta sustancia?

En primer lugar debemos calcular la masa molar del NaOH

$$\begin{array}{lcl} \text{Na} & 1 \times 22.99 = & 22.99 \\ \text{O} & 1 \times 16.00 = & 16.00 \\ \text{H} & 1 \times 1.01 = & \underline{1.01} + \\ & & \mathbf{40.00 \text{ g}} \end{array}$$

La secuencia de conversión sería:

$$1.00 \text{ Kg NaOH} \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \right) = 1000 \text{ g NaOH}$$

$$1000 \text{ g NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} \right) = 25.0 \text{ mol NaOH}$$

¿Cuál es la masa de 5.00 moles de agua?

Calculamos la masa molar del H_2O .

$$\begin{array}{lcl} \text{H} & 2 \times 1.01 = & 2.02 \\ \text{O} & 1 \times 16 = & \underline{16} + \\ & & \mathbf{18.02 \text{ g}} \end{array}$$

$$5.00 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{18.02 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right) = 90.1 \text{ g H}_2\text{O}$$

¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25.0 g?
Calculamos la masa molar del HCl.

$$\begin{array}{rcl} \text{H} & 1 \times 1.01 = & 1.01 \\ \text{Cl} & 1 \times 35.45 = & \underline{35.45} + \\ & & 36.46 \text{ g} \end{array}$$

$$25.0 \text{ g HCl} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{36.46 \text{ g}} \right) = 4.13 \times 10^{23} \text{ moléculas HCl}$$